

ANNALES « ZÉRO » N°2 - EX 3

Équilibres acido-basiques en milieu biologique (5 pts)

Le pH des liquides biologiques doit être maintenu dans des fourchettes étroites pour que la vie soit possible. Un changement de pH perturberait très sérieusement le métabolisme des organismes vivants. Les différents milieux disposent de systèmes tampon performant pour maintenir constant leur pH.

L'objectif de l'exercice est de comprendre le maintien et la régulation du pH des milieux biologiques, puis d'effectuer une étude de l'acide lactique, acide intervenant dans des processus biologique de notre organisme.

Données

- Pour un couple acido-basique symbolisé A/B : $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$
- Demi-équation associée au couple $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$:

$$\text{CO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$

1. Les solutions tampon : maintien du pH des milieux biologiques

Document 1

Dans les milieux biologiques, les systèmes tampon amortissent les variations de pH lorsqu'il y a une perturbation de l'équilibre acide-base. L'effet du système tampon est plus efficace si la concentration en chacune des espèces le constituant est grande et si le $\text{p}K_A$ du système tampon est proche du pH des milieux biologiques ; l'effet est maximum lorsque $\text{pH} = \text{p}K_A$.

Dans le corps humain, le pH du sang et des fluides extracellulaires varie peu autour de 7,4 et le pH normal intracellulaire est de 6,8 à 7,0 selon les cellules.

Ainsi, le pH intracellulaire est maintenu pratiquement constant grâce au système « phosphate » : $(\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) / \text{HPO}_4^{2-(\text{aq})})$.

1.1. Donner une estimation de la valeur du $\text{p}K_A$ du couple $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) / \text{HPO}_4^{2-(\text{aq})}$.

Document 2

Un autre système tampon important dans l'organisme fait intervenir le couple dioxyde de carbone / ion hydrogénocarbonate $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$. Dans les conditions normales de respiration, la concentration molaire en dioxyde de carbone dans le sang est telle que $[\text{CO}_2(\text{aq})] = \alpha \times p(\text{CO}_2)$. α est la constante de solubilité de valeur $\alpha = 0,030 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{mmHg}^{-1}$ et $p(\text{CO}_2)$ la pression partielle du dioxyde de carbone dans l'alvéole pulmonaire exprimée en millimètre de mercure (mm Hg). Sa valeur est normalement $p(\text{CO}_2) = 40 \text{ mmHg}$. La concentration molaire des ions hydrogénocarbonate est $[\text{HCO}_3^-(\text{aq})] = 24 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1.2. Sachant que le $\text{p}K_A$ du couple $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ est égal à 6,1 à 37°C, montrer que le pH du sang humain est maintenu à la valeur habituelle dans les conditions normales de respiration.

2. Les perturbations et les mécanismes régulateurs

Document 3

Les perturbations portant sur la régulation du pH dans l'organisme peuvent provenir du métabolisme. Par exemple les acidoses métaboliques peuvent être dues à une activité physique importante au cours de laquelle un acide est fabriqué par l'organisme suite à une mauvaise oxygénation des tissus.

Dans les acidoses métaboliques, la réaction ventilatoire est rapide, elle implique une hyperventilation pour abaisser la quantité de dioxyde de carbone dans le sang, qui doit normalement diminuer en quelques minutes.

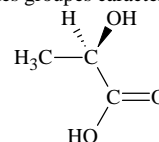
Le sang contient, à l'état normal, $1,65 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ d'ions hydrogénocarbonate et $0,060 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ de dioxyde de carbone dissous, les concentrations en base et en acide pouvant être régulées par contrôle de leur excrétion : $\text{CO}_2(\text{g})$ par voie respiratoire (rapide) et $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ par voie rénale (lente).

2. À l'aide de l'expression de la constante d'acidité du couple $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$, expliquer comment une hyperventilation permet de corriger une acidose métabolique.

3. Un acide de l'organisme : l'acide lactique

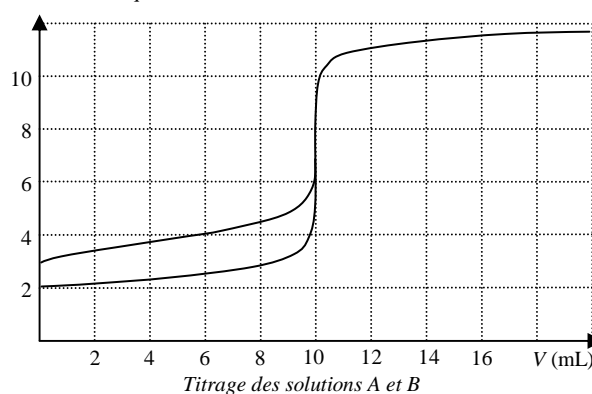
L'acide produit par l'organisme lors d'une acidose métabolique est l'acide lactique. C'est un acide faible de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$.

3.1. Recopier la représentation de l'acide lactique figurant ci-dessous puis entourer et nommer les groupes caractéristiques.



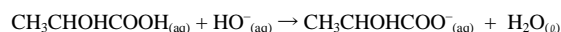
3.2. Le graphique ci-dessous représente deux simulations de courbes de titrage pH-métrique de deux solutions aqueuses acides différentes par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$).

Les deux acides sont l'acide chlorhydrique, un acide fort et l'acide lactique, un acide faible. La concentration molaire en soluté apporté des deux solutions aqueuses d'acide est $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



3.2.1. Calculer le pH de la solution d'acide fort avant l'ajout de la solution aqueuse de soude et en déduire la courbe correspondant à son titrage pH-métrique.

3.2.2. On donne l'équation de la réaction de titrage de l'acide lactique :



Montrer que pour un volume de solution aqueuse de soude ajouté égal à $V_E/2$, V_E étant le volume versé à l'équivalence, le pH de la solution vaut $\text{p}K_A$. En déduire une estimation du $\text{p}K_A$ de l'acide lactique.

4. La précision d'un titrage

Un élève effectue le titrage colorimétrique d'un volume $V_A = (20,0 \pm 0,05) \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide lactique de concentration molaire attendue $c_A = (2,22 \pm 0,005) \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ par une solution de soude étiquetée « concentration $c_B = (3,00 \pm 0,01) \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ».

4.1. La valeur du volume à l'équivalence relevée par un élève est $V_E = (10,1 \pm 0,3) \text{ mL}$. L'estimation de l'incertitude sur la mesure est liée au repérage de l'équivalence et à la précision de la burette dans les conditions de l'expérience. Déterminer la concentration molaire expérimentale c_{Aexp} en acide lactique, obtenue par l'élève.

On définit l'incertitude relative d'une grandeur X par le rapport $\frac{\Delta X}{X}$.

On estime qu'une incertitude relative est négligeable devant une autre, si elle est environ dix fois plus petite.

4.2.1. Montrer que les incertitudes relatives sur V_A et c_B sont négligeables devant celle sur V_E .

4.2.2. Dans cette hypothèse, on peut montrer que l'incertitude relative $\frac{\Delta c_{\text{Aexp}}}{c_{\text{Aexp}}}$ est égale à $\frac{\Delta V_E}{V_E}$. En déduire l'encadrement de la concentration molaire en acide lactique c_{Aexp} , obtenue par l'élève.

4.2.3. L'encadrement de la concentration molaire obtenue expérimentalement est-elle cohérente avec l'encadrement de la concentration molaire attendue ? Justifier.

4.2.4. Quelle(s) raison(s) pourrai(en)t expliquer un écart éventuel entre l'encadrement attendu et l'encadrement expérimental ?

Correction

1.1. D'après le document 1, le pK_A ($H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-}) est voisin de 6,8 - 7,0

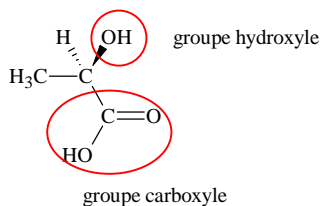
1.2. $[CO_{2(aq)}] = 0,03 \times 40 = 1,2 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$.

Donc $pH = 6,1 + \log 24/1,2 = 7,4$. Le pH correspondant au rapport de $[HCO_3^-]$ sur $[CO_{2(aq)}]$ est égal au pH que doit avoir le sang.

2. $K_A = \frac{[HCO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[CO_{2(aq)}]}$. Une hyperventilation induit une baisse

rapide de $[CO_{2(aq)}]$ mais pas de $[HCO_3^-]$ car ce dernier est éliminé par voie rénale, ce qui est plus lent. K_A étant constant, si $[CO_{2(aq)}]$ baisse et $[HCO_3^-]$ reste constant, alors $[H_3O^+]$ baisse aussi, ce qui rend le sang moins acide.

3.1. Groupes de l'acide lactique



3.2.1. Pour un acide fort, $pH = -\log c = 2$. La courbe correspondant au titrage pH-métrique de l'acide fort est donc celle qui commence à $pH = 2$.

3.2.2. Lorsque l'on a versé un volume de soude égal à $V_E/2$, on a dosé la moitié de l'acide présent dans la solution. Donc, pour ce volume (et pour ce volume seulement) : $[AH] = [A^-]$ et donc $pH = pK_A$ car $\log [A^-]/[AH] = \log 1 = 0$.

Par lecture graphique, on voit que l'équivalence a lieu pour $V_E = 10 \text{ mL}$. Le pH pour un volume $V_E/2$ vaut environ 3,9. Le pK_A de l'acide lactique est donc voisin de 3,9.

4.1. $c_{Aexp} = c_B \cdot V_E / V_A = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

4.2.1. L'incertitude relative sur V_A vaut : $0,05/20 = 0,25 \%$

L'incertitude relative sur c_B vaut : $0,01/3 = 0,33 \%$

L'incertitude relative sur V_E vaut $0,3/10,1 = 3,0 \%$. Cette incertitude est environ 10 fois plus grande que les deux autres. Ces deux dernières sont donc négligeables devant l'incertitude portant sur V_E .

4.2.2. c_{Aexp} est donc connu à $\pm 3,0 \%$.

$1,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \leq c_{Aexp} \leq 1,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

4.2.3. Ces deux encadrements ne se recoupent pas ($1,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} < 2,195 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$).

4.2.4. Il peut y avoir plein de raison : une erreur sur la concentration c_B ou c_A , une mauvaise manipulation, un pH-mètre défectueux...